

Titre	[E2][td1] Serie N° 1
Type	Exercices
Ecole	ENSA Tétouan
Classe	CP1
Matière	Atomistique
Professeur	HNAIFI Abdeslam
Année univ	2011/2012

TD DE CHIMIE GENERALE
ATOMISTIQUE
SERIE N° 1

Exercice I

1/ Parmi les échantillons suivants, quel est celui qui contient le plus grand nombre d'atomes : 1g de zinc(Zn) ; 1g d'ammoniac(NH_3), 1g d'hélium(He) ou 1g de benzène(C_6H_6).
On donne les masses molaires M : Cu : 63,54g ; Zn : 65,4g ; N : 14g ; H : 1g ; C : 12g ; He : 4g. Le nombre d'Avogadro N=6,023 10^{23}.
2/ Lequel des échantillons suivants contient le plus de cuivre : 3g de Cu ; 0,05 atomes-grammes de Cu ou 4 10^{22} atomes de Cu. On donne M(Cu)=63,54 g.

Exercice II

a-Indiquer le nombre de protons, de neutrons et d'électrons que possèdent les atomes ou les ions suivants :

$${}^{112}_{48}Cd \quad {}^{56}_{26}Fe \quad {}^{32}_{16}S^{2-} \quad {}^{99}_{43}Tc \quad {}^{24}_{12}Mg^{2+} \quad {}^{54}_{26}X \quad {}^{210}_{84}Po^{2-} \quad {}^{40}_{20}Ca^{2+}$$

b- Quel est le symbole de X.
c- Quels sont, parmi ces éléments, ceux qui sont iso électroniques et ceux qui sont isotopes.

Exercice III

Donner la constitution des noyaux des éléments suivants :

$${}^{32}_{16}S \quad {}^{39}_{19}K \quad {}^{80}_{35}Br \quad {}^{210}_{84}Po \quad {}^{238}_{92}U$$

Exercice IV

La masse du plomb (Z=82) est 207,2 g/mole. Calculer le rapport des masses des électrons à celle de l'atome. Conclusion. On donne : m_e = 9,11 10^{-31} Kg et N =6,023 10^{23}.

Exercice V

Le noyau de l'atome de Lithium est formé de 4 neutrons et 3 protons. Calculer en u.m.a la masse théorique de ce noyau, la comparer à sa valeur réelle de 7,01601 u.m.a et calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en J et en Mev.
Données : m_p =1,00727 u.m.a ; m_n =1,00866 u.m.a ; c =3 10^8 m/s ; N =6,023 10^{23}

Exercice VI

Parmi ces éléments indiquer ceux qui sont isotopes :

$${}^{3}_{2}X \quad {}^{3}_{4}X \quad {}^{4}_{2}X \quad {}^{5}_{4}X \quad {}^{5}_{2}X$$

Exercice VII

Le brome possède seulement deux isotopes stables. L'isotope le plus abondant est ${}^{79}Br$ dont l'abondance naturelle est de 50,5%. La masse molaire du Brome naturel est de 79,91 g/mole Quel est l'autre isotope stable du brome ?

Exercice VIII

Le cuivre naturel est composé de deux isotopes stables de masse molaire respective 62,929 et 64,927g/mole. Le numéro atomique du cuivre est Z=29.

a- Indiquer la composition des deux isotopes.
b -Sachant que la masse molaire du mélange isotopique naturel est de 63,54, calculer l'abondance des deux isotopes.

TD 1 - Atomestique

Exercice 1.

1) Determinons la quantité molaire n dans chaque échantillon ($n = \frac{m}{M}$)

* Zn : $n = \frac{m}{M} = \frac{1}{65,4} = 1,53.10^{-2}$ mol d'atomes

* NH_3 : $n = \frac{m}{M} = \frac{1}{M(N)+3M(H)} = \frac{1}{17} = 5,2.10^{-2}$ mole de molecules

* He : $n = \frac{m}{M} = \frac{1}{4} = 0,25$ mol d'atomes

* C_6H_6 : $n = \frac{1}{78} = 1,28.10^{-2}$ mol de molécules

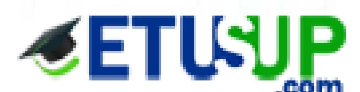
ou NH_3 et C_6H_6 n represente de mole de molecules.
Il faut multiplier par le nombre d'atomes.
pour NH_3 on a $4 \times n = 2,36.10^{-2}$ mol d'atomes.
pour C_6H_6 on a $12n = 1,54.10^{-1}$ mol d'atomes.
- Puisque He contient le plus grand nombre de moles, donc il contiendra le plus grand nombre d'atomes.
d'où : $x = 2,5.10^{-1} . 6,023.10^{23} = 1,5.10^{23}$ atomes

2) Pour pouvoir comparer les trois échantillons il faut exprimer les quantités avec la même unité : mole par exemple :

* 3g de Cu. c'est $\frac{3}{63,45} = 0,047$ mole d'atomes

* 0,05 d'atomes-grammes de Cu = $\frac{4.10^{22}}{6,023.10^{23}} = 0,066$ mole d'atomes

Donc :
C'est l'échantillon avec 0,066 mole d'atomes ce qui contient le plus de Cu.



Exercice 2 :

$^{A}_{Z}X$ $A = Z + N$

a-

atomes	protons	neutrons	électrons
$^{112}_{48}Cd$	48	64	48
$^{56}_{26}Fe$	26	30	26
$^{32}_{16}S^{2-}$	16	16	18
$^{99}_{43}Tc$	43	56	43
$^{24}_{12}Mg^{2+}$	12	12	10
$^{54}_{26}X$	26	28	26
$^{210}_{84}Po^{2-}$	84	126	86
$^{40}_{20}Ca^{2+}$	20	20	18

b- $^{54}_{26}X \Rightarrow Z = 26 \Rightarrow X = ^{54}_{26}Fe$

c- isoéléctroniques : m̂ nombre d'e^- $\Rightarrow S^{2-}$ et Ca^{2+}

isotopes : m̂ Z et A ≠ $\Rightarrow ^{56}_{26}Fe$ et $^{54}_{26}Fe$

Exercice 3 :

atomes	protons	neutrons
$^{32}_{16}S$	16	16
$^{39}_{19}K$	19	20
$^{80}_{35}Br$	35	45
$^{210}_{84}Po$	84	126
$^{238}_{92}U$	92	146



Exercice 4:

- Le Plomb (Pb) $Z = 84$ et $M = 207,2$ g/mol

$M = 207,2$ g/mol $\Rightarrow A = 207 \Rightarrow N = 125$ $(Z = 82)$

masse d'1 atome = 207,2 u.m.a

$1 u.m.a = \frac{1}{12} \cdot \frac{12}{N} = \frac{1}{N} = 1,66 . 10^{-24} g$

* masse des e^-

$m = Z . m(e^-) = 82 . 9,11 . 10^{-31} = 7,5 . 10^{-29} Kg = 7,5 . 10^{-26} g$

* masse de l'atome

$M = 207,2 g/mole \rightarrow m$ atome $= 207,2$ u.m.a

$1 u.m.a = 1,66 . 10^{-24} g$

$m_{atome} = 207,2 . 1,66 . 10^{-24} = 3,44 . 10^{-22} g$

d'où: $\frac{\text{masse d'atome}}{\text{masse d'}e^-} = 4586$.

- Pour atomes lourds (comme Pb) ainsi que les atomes legers comme (H) la masse des électrons est très négligeable. La masse de l'atome est concentré dans son noyau.

Exercice 5:

La masse théorique de l'atome de "Li":

$m_T = 3 m_p + 4 m_n$

$= (3 \times 1,00727 + 4 \times 1,00866)$ u.m.a

$= 7,05645$ u.m.a

La masse réele 7,01601 u.m.a

On constate que la masse d'un noyau d'un atome est toujours inferieur à la somme des masses de nucléons qui le compose. Cette différence de masse Δm est appelé défaut de masse. Elle correspond à l'énergie de liaison ΔE

$\Delta E = \Delta m c^2$

$\Delta m = 7{,}05645 - 7{,}01601 = 0{,}04044$ u.m.a

$1 \text{ u.m.a} = 1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g

$\Delta m = 0{,}04044 \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24} = 6{,}715 \cdot 10^{-26}$ g

$= 6{,}715 \cdot 10^{-29}$ Kg

$\Delta E = \Delta m C^2 = 6{,}715 \cdot 10^{-29} \times 9 \cdot 10^{16}$

$= 6{,}043 \cdot 10^{-12}$ J

* L'électron volt est l'énergie acquise par un e^- soumis à 1 ddp de 1V.

$E = -qV = (-e) \cdot V = eV = 1{,}6 \cdot 10^{-19} \cdot 1 = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J

$1 eV = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J

$\Delta E = \frac{6{,}043 \cdot 10^{-12}}{1{,}6 \cdot 10^{-19}} = 37{,}8 \cdot 10^{6} eV = 37{,}8 MeV$

Exercice 6:

isotopes: ${}^{3}_{2}X$ et ${}^{4}_{2}X$ et ${}^{5}_{2}X$ $(Z=2)$

${}^{3}_{4}X$ n'existe pas.

Exercice 7:

Le Brome possède 2 isotopes $\begin{cases} {}^{79}Br \\ {}^{?}Br \end{cases}$

$$\begin{cases} M = \sum_i \frac{x_i}{100} M_i \\ \sum_i x_i = 100 \end{cases}$$

$$\begin{cases} M_{(Br)} = \frac{x_1}{100} M_1 + \frac{x_2}{100} M_2 & (1) \\ x_1 + x_2 = 100 & (2) \end{cases}$$

A.N (1) $\Rightarrow 79{,}91 = \frac{50{,}5}{100} \cdot 79 + \frac{(100-50{,}5)}{100} \cdot M_2$

$79{,}91 = 39{,}895 + 0{,}495 M_2$

$40,015 = 0,495\ M_2$

$\Rightarrow M_2 = \dfrac{40,015}{0,495} = 80,838$ g/mole

Donc l'isotope stable cherché ^{81}Br

Exercice 8 :

a) La composition des deux isotopes : ($Z=29$)

* Isotope 1 : $M_1 = 62,929$ g/mol

$\Rightarrow A_1 = 63$, $N = A_1 - Z = 63 - 29 = 34$

Donc on a : 29 protons, 34 neutrons et 29 électrons.

* Isotope 2 : $M_2 = 64,927$ g/mol

$\Rightarrow A_2 = 65$, $N = A_2 - Z = 65 - 29 = 36$

Donc on a : 29 protons, 36 neutrons et 29 électrons.

b) $\begin{cases} M = \sum_i \dfrac{x_i}{100} M_i \\ \sum_i x_i = 100 \end{cases}$

$M(Cu) = \dfrac{x_1}{100} M_1 + \dfrac{x_2}{100} M_2$

$100 \times M(Cu) = x_1 M_1 + (100 - x_1).M_2$

$100 \times M(Cu) = x_1 (M_1 - M_2) - 100 M_2$

$x_1 = \dfrac{M(Cu) - M_2}{M_1 - M_2} \times 100$

$x_1 = \dfrac{63,54 - 64,927}{62,929 - 0,927} \times 100 = 69,42\%$

Donc $x_2 = 100 - x_1 = 100 - 69,42 = 30,58\%$